

التوازن الكيميائي

1- حالة التوازن: الحالة التي تثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة والنااتجة، وتكون عندها سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي متساويتين.

مثال (1) توازن اليود مع بخاره:

أثبتت التجارب أن تبخر اليود يستمر عند التوازن، وفي الوقت نفسه يستمر حدوث تكاثف جزيئات بخار اليود وانتقالها إلى الحالة الصلبة. وتكون سرعة تبخر اليود مساوية لسرعة تكثفه وهذا ما يفسر ثبات شدة لون البخار.

سرعة التبخر = سرعة التكثف

مثال (2) توازن ملح كبريتات النحاس مع محلوله:

أثبتت التجارب أن ذوبان الملح يستمر عند التوازن، وفي الوقت نفسه يستمر ترسب الملح في قاع الكأس.

وتكون سرعة الذوبان مساوية لسرعة الترسيب، وهذا ما يفسر ثبات شدة لون المحلول.

سرعة الذوبان = سرعة الترسيب

مثال (3) توازن السكر مع محلوله:

أذبت كمية من السكر في الماء، واستمر في إضافة السكر إلى الماء مع استمرار التحريك عند درجة حرارة معينة حتى يصل المحلول إلى حد لا يستطيع بعده أن يذيب المزيد من السكر الصلب، وعندئذ فإن أي كمية مضافة من السكر تترسب في قاع الكأس، ويصبح المحلول في حالة توازن مع السكر الصلب.



سرعة الذوبان = سرعة الترسيب

2- التفاعلات العكوسة:

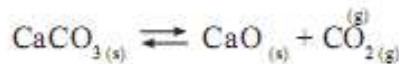
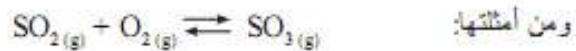


تسمى مثل هذه التفاعلات: **التفاعلات العكوسة**

التفاعلات الكيميائية العكوسة: هي تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد حتى تكتمل، والمواد الناتجة تتحد مع بعضها لتعطي المواد المتفاعلة بظروف التجربة نفسها، وقد تكون متجانسة أو غير متجانسة.



بين الشكليات تركيز المواد المتفاعلة والنااتجة عند حالة التوازن

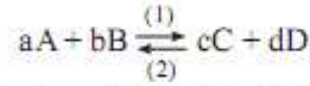


3- التوازن الكيميائي والمفهوم الحركي له:



- في بداية التفاعل تكون سرعة التفاعل المباشر كبيرة بينما سرعة التفاعل العكسي معدومة.
- بمرور الزمن تنقص سرعة التفاعل المباشر لنقصان تراكيز (H_2) و (I_2) وتزداد سرعة التفاعل العكسي لزيادة تركيز (HI) . ويستمر ذلك حتى تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي، وهنا نصل إلى حالة التوازن.
- يدعى هذا التوازن: **التوازن الحركي**، للإشارة إلى أن التفاعلين المباشرين والعكسي لا يتوقفان عند حصول التوازن وبدءاً من هذه اللحظة تبقى تراكيز المواد الثلاث ثابتة عند عدم وجود تأثيرات خارجية.

4- قانون فعل الكتلة وثابت التوازن: يمكننا استنتاج ثابت التوازن الكيميائي في التفاعل العكوس الآتي:



لنكتب علاقتي سرعتي التفاعل المباشر (1) و (2) بفرض أنهما أوليان:

$$V_1 = k_1 [A]^a [B]^b \quad \text{سرعة التفاعل المباشر (1)}$$

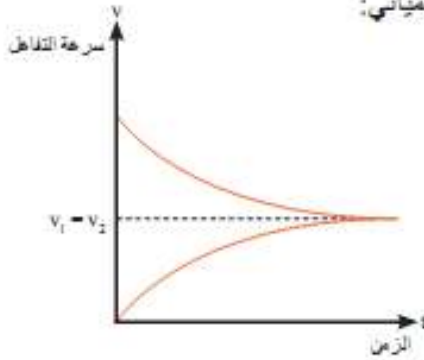
$$V_2 = k_2 [C]^c [D]^d \quad \text{سرعة التفاعل العكسي (2)}$$

$$V_1 = V_2 \quad \text{وعند الوصول إلى حالة التوازن:}$$

$$k_1 [A]^a [B]^b = k_2 [C]^c [D]^d$$

وبترتيب هذه العلاقة نحصل على ثابت التوازن الكيميائي:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



حيث إن نسبة مقدارين ثابتين يمكن التعويض عنها بمقدار ثابت K_c هو ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

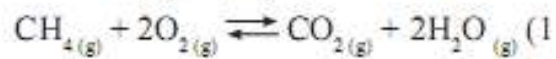
قانون فعل الكتلة: ثابت التوازن الكيميائي عند درجة حرارة معينة يساوي نسبة جداء تراكيز المواد الناتجة إلى جداء تراكيز المواد المتفاعلة وكل منها مرفوع إلى الأس الذي يساوي عند الأمثال التفاعلية المشاركة بها في المعادلة الموزونة.

في التفاعلات الغازية يمكن التعبير عن تراكيز الغازات بدلالة الضغوط الجزئية مقدره بـ atm.

$$K_p = \frac{P_{(C)}^c \times P_{(D)}^d}{P_{(A)}^a \times P_{(B)}^b}$$

مثال:

اكتب علاقة ثابت التوازن (K_c) و (K_p) لكل من التفاعلين الآتيين:



$$K_p = \frac{P(CO_2) \times P^2(H_2O)}{P(CH_4) \times P^2(O_2)}$$

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2O]^2}{[CH_4][O_2]^2}$$



$$K_p = \frac{P^2(N_2O_5)}{P^4(NO_2) \times P(O_2)}$$

$$K_c = \frac{[N_2O_5]^2}{[NO_2]^4 [O_2]}$$

معلومات عامة:

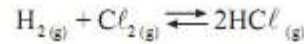
- الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية لمكونات المزيج (قانون دالتون) أي:

$$P = P_A + P_B + P_C + P_D + \dots$$
- الضغط الجزئي لغاز في مزيج غازي هو الضغط الذي يؤثر به هذا الغاز فيما لو شغل وحده كل الحجم الذي يشغله المزيج الغازي في درجة الحرارة نفسها، ويُعطى بالعلاقة:
الضغط الجزئي للغاز = الكسر الجزئي للغاز × الضغط الكلي للمزيج

$$P_A = P \times \frac{n_A}{n} \quad P_B = P \times \frac{n_B}{n} \quad P_C = P \times \frac{n_C}{n}$$
حيث: n_A عدد مولات A، n_B عدد مولات B، n_C عدد مولات C
n العدد الكلي للمولات الغازية في المزيج.
- | | | |
|-----------------------|------------------------------------|--------------------------|
| $P V = n R T$ | الضغط P، | عدد المولات الغازية، n |
| $P = \frac{n}{V} R T$ | الحجم V، | R ثابت الغازات المثالية، |
| $P = C R T$ | درجة الحرارة المطلقة (الكلفينية) T | C التركيز المولي |

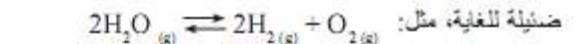
5 - أهمية ثابت التوازن:

- يعد ثابت التوازن صفة مميزة لكل تفاعل عكوس، ولا تتغير قيمته إلا بتغير درجة الحرارة (الأطوار الكثيفة) وتُبين قيمة ثابت التوازن لتفاعل ما مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج عند حدوث التوازن.
- إذا كانت قيمته كبيرة ($K_C \gg 1$) فالتفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر أي إن معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى مواد ناتجة عند التوازن ويمكن اعتباره تاماً في الاتجاه المباشر من أجل قيمة كبيرة للثابت ($K_C > 10^3$) مثل:



$K_C = 4.4 \times 10^{32}$ في الدرجة (25 °C).

- إذا كانت قيمته صغيرة ($K_C \ll 1$) فالتفاعل لا يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر، وإذا كانت قيمته صغيرة جداً ($K_C < 10^{-3}$) يمكن اعتبار مثل هذا التفاعل لا يحدث في الاتجاه المباشر إلا بنسبة

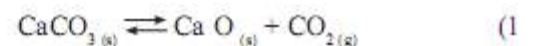


ضئيلة للغاية، مثل: $K_C = 1.1 \times 10^{-81}$ في الدرجة (25 °C).

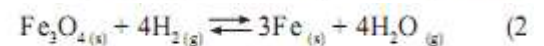
- K_C مقدار ترموديناميكي ثابت ليس له وحدة وذلك لأننا في عبارة ثابت التوازن نفترض أننا نقسم تركيز كل مادة على تركيز معياري قيمته: (1 mol.l^{-1})
- K_p مقدار ترموديناميكي ثابت ليس له وحدة وذلك لأننا في عبارة ثابت التوازن نفترض أننا نقسم الضغط الجزئي لكل مادة على ضغط معياري قيمته: (1 atm).
- المواد الصلبة (s) أو السائلة (l) (كمذيب فقط) لا تظهر في عبارة ثابت التوازن لأن تراكيزها تبقى ثابتة مهما اختلفت كميتها.
- K_p ، K_C لا تتغير إلا بتغيير درجة الحرارة كما سنرى فيما بعد.

مثال:

اكتب علاقة ثابت التوازن K_p و K_C لكل من التفاعلين الآتيين:



الحل: $K_C = [CO_2]$ $K_p = P(CO_2)$



الحل: $K_C = \frac{[H_2O]^4}{[H_2]^4}$ $K_p = \frac{P^4(H_2O)}{P^4(H_2)}$

6 - العلاقة بين k_p و k_c :

يرتبط ثابت التوازن K_c الذي يُعبر به عن حالة التوازن بدلالة التراكيز التوازنية للغازات مع الثابت K_p الذي يعبر به عن حالة التوازن بدلالة الضغوط الجزئية لمكونات المزيج الغازي بالعلاقة:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

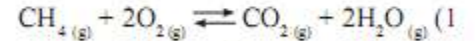
T درجة الحرارة المطلقة (الكلفينية) للمزيج الغازي المتفاعل.

Δn الفرق بين عدد المولات الغازية الناتجة وعدد المولات الغازية المتفاعلة.

R ثابت الغازات المثالية.

مثال:

اكتب عبارة ثابت التوازن (K_c) و (K_p) للتفاعلين الآتيين، ثم اكتب العلاقة بينهما.



الحل:

$$K_p = \frac{P(\text{CO}_2) \times P^2(\text{H}_2\text{O})}{P(\text{CH}_4) \times P^2(\text{O}_2)} \quad K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{CH}_4][\text{O}_2]^2} \quad (1)$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^0 \Rightarrow K_p = K_c$$

لاحظ أنه عند تساوي عدد مولات الغاز في الطرفين فإن $k_p = k_c$

$$K_p = \frac{P^2(\text{N}_2\text{O}_5)}{P^4(\text{NO}_2) \times P(\text{O}_2)} \quad K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]^2}{[\text{NO}_2]^4[\text{O}_2]} \quad (2)$$

$$K_p = K_c (RT)^{-3}$$

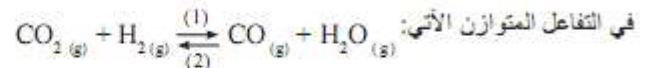
7 - العوامل المؤثرة في حالة التوازن:

مبدأ لوشاتولييه:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة مثل درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط... انزاح التوازن في الاتجاه الذي يعاكس فيه هذا التغير.

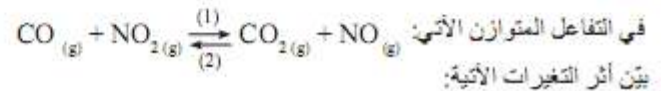
ويتم تطبيق هذه القاعدة على العوامل المذكورة كالآتي:

(أ) تأثير تغير التراكيز:



في التفاعل المتوازن الآتي: عند زيادة تركيز إحدى مواد الجملة المتوازنة ينزاح التوازن في اتجاه التفاعل الذي يُنقص من تركيز هذه المادة. وعند نقصان تركيز إحدى المواد ينزاح التوازن في اتجاه التفاعل الذي يزيد فيه تركيز هذه المادة.

مثال:



بيّن أثر التغيرات الآتية:

أ. زيادة كمية (NO_2) ج. زيادة كمية (CO_2)

ب. نقصان كمية (NO_2) د. نقصان كمية (CO_2)

على: 1. حالة التوازن. 2. كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة. 3. قيمة ثابت التوازن.

الحل:

1. حالة التوازن:

أ. زيادة كمية (NO_2): تؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

ب. نقصان كمية (NO_2): يؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

ج. زيادة كمية (CO_2): تؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

د. نقصان كمية (CO_2): يؤدي إلى انزياح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

2. كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة:

- أ. زيادة كمية (NO₂): تنقص كمية (CO) وتزداد كمية كل من (CO₂) و (NO).
 ب. نقصان كمية (NO₂): تزداد كمية (CO) وتنقص كمية كل من (CO₂) و (NO).
 ج. زيادة كمية (CO₂): تنقص كمية (NO) وتزداد كمية كل من (NO₂) و (CO).
 د. نقصان كمية (CO₂): تزداد كمية (NO) وتنقص كمية كل من (NO₂) و (CO).

3. قيمة ثابت التوازن: لا تتغير قيمة ثابت التوازن.

تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة لا يغير من قيمة ثابت التوازن.

(ب) تأثير تغير الضغط:

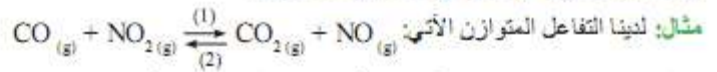
يلاحظ تأثير تغير الضغط على التوازن الكيميائي بصورة واضحة في التفاعلات الغازية، وهي نوعان:

1. تفاعلات يرافقها تغير في عدد المولات الغازية:



- عند زيادة الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1) حيث يتشكل عدد أقل من المولات الغازية، للتخفيف من أثر زيادة الضغط.
- عند نقصان الضغط ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2) حيث يتشكل عدد أكبر من المولات الغازية، للتخفيف من أثر نقصان الضغط.

2. تفاعلات لا يرافقها تغير في عدد المولات الغازية:

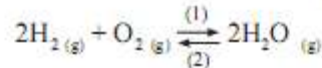


إن أي تغير في الضغط - زيادة أو نقصاناً - سيكون تأثيره متساوياً على جانبي التفاعل المباشر والعكسي، وبذلك فإن التوازن لا يتأثر في هذه الحالة.

نتيجة

إن زيادة الضغط تزيج التوازن في الاتجاه الذي يتكون فيه عدد أقل من مولات الغاز، وإن نقصان الضغط يزيج التوازن في الاتجاه الذي يتكون فيه عدد أكبر من مولات الغاز، وإذا كان عدد جزيئات الغاز متساوياً في طرفي المعادلة فلا يؤثر تغير الضغط على التوازن.

مثال: في التفاعل المتوازن الآتي:



بين أثر: 1. زيادة الضغط الكلي. 2. نقصان الضغط الكلي.

على: أ. حالة التوازن. ب. كميات المواد المتفاعلة والناتجة. ج. قيمة ثابت التوازن.

الحل:

1. زيادة الضغط الكلي:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناتجة: تنقص كمية (H₂) و (O₂) وتزداد كمية (H₂O).

ج. قيمة ثابت التوازن: تغير الضغط الكلي لا يؤدي إلى تغير في قيمة ثابت التوازن.

2. نقصان الضغط الكلي:

أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2).

ب. كميات المواد المتفاعلة والناتجة: تنقص كمية (H₂O) وتزداد كمية (H₂) و (O₂).

ج. قيمة ثابت التوازن: تغير الضغط الكلي لا يغير من قيمة ثابت التوازن.

ج) تأثير تغير درجة الحرارة:

لمعرفة أثر تغير درجة الحرارة سوف نقسم التفاعلات إلى نوعين:

1. تفاعلات ناشرة للحرارة ($\Delta H < 0$)



2. تفاعلات ماصة للحرارة ($\Delta H > 0$):



إن رفع درجة الحرارة يزيح التوازن في اتجاه التفاعل الماص للحرارة، وخفض درجة الحرارة يزيح التوازن في اتجاه التفاعل الناشر للحرارة.

نتيجة

مثال: في التفاعل الآتي الماص للحرارة: $\text{PCl}_5(\text{g}) \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$
بين أثر: 1. زيادة درجة الحرارة 2. خفض درجة الحرارة.

الحل: على: أ. حالة التوازن. ب. كميات المواد المتفاعلة والنتيجة. ج. قيمة ثابت التوازن.

- زيادة درجة الحرارة: أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1).
ب. كميات المواد المتفاعلة والنتيجة: تزداد كمية (Cl_2) و (PCl_3) وتنقص كمية (PCl_5) .
ج. قيمة ثابت التوازن: تزداد قيمة ثابت التوازن لزيادة قيمة البسط ونقصان قيمة المقام.
- خفض درجة الحرارة: أ. حالة التوازن: ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي (2).
ب. كميات المواد المتفاعلة والنتيجة: تنقص كمية (Cl_2) و (PCl_3) و تزداد كمية (PCl_5) .
ج. قيمة ثابت التوازن: تنقص قيمة ثابت التوازن لنقص قيمة البسط وزيادة قيمة المقام.

تأثير العامل المساعد (الحفاز) في التوازن:

إن إضافة العامل المساعد إلى التفاعل في حالة التوازن لا يؤثر على قيمة ثابت التوازن ولكن يؤثر على سرعة التفاعل فقط ولا يحصل تغير في قيمة ثابت التوازن

يمكن توضيح العوامل المؤثرة على حالة التوازن فيما يأتي:

ثابت التوازن	حالة التوازن	العوامل المؤثرة
لا تتغير قيمته.		إضافة عوامل مساعدة (حفازات) لا تتأثر.
		زيادة تراكيز المواد المتفاعلة. ينزاح في الاتجاه المباشر.
		زيادة تراكيز المواد الناتجة. ينزاح في الاتجاه العكسي.
		نقصان تراكيز المواد المتفاعلة. ينزاح في الاتجاه العكسي.
		نقصان تراكيز المواد الناتجة. ينزاح في الاتجاه المباشر.
		زيادة الضغط انخفاض الضغط.
تقل قيمته.	التفاعل ناشر للحرارة ينزاح في الاتجاه العكسي.	زيادة درجة الحرارة.
تزداد قيمته.	التفاعل ماص للحرارة ينزاح في الاتجاه المباشر.	
تزداد قيمته.	التفاعل ناشر للحرارة ينزاح في الاتجاه المباشر.	انخفاض درجة الحرارة.
تقل قيمته.	التفاعل ماص للحرارة ينزاح في الاتجاه العكسي.	

المسألة الأولى: مُزج 2 mol من الهيدروجين (H_2) مع 3 mol من اليود (I_2) في وعاء مغلق سعته 10 l ، وعند التوازن كانت كمية يود الهيدروجين (HI) 3.6 mol . احسب قيمة ثابت التوازن



الحل:

$$[\text{H}_2]_{\text{الابتدائي}} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{الابتدائي}} = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{HI}]_{\text{توازن}} = \frac{3.6}{10} = 0.36 \text{ mol.l}^{-1}$$

	H_2	+	I_2	\rightleftharpoons	2HI
التركيز الابتدائية	0.2		0.3		0
التغير في التركيز نتيجة التفاعل	-x		-x		+2x
التركيز عند التوازن	$0.2 - x$		$0.3 - x$		$2x$

$$2x = 0.36 \Rightarrow x = 0.18 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{عند التوازن}} = 0.2 - 0.18 = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{عند التوازن}} = 0.3 - 0.18 = 0.12 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0.36)^2}{(0.02)(0.12)} = 54$$

المسألة الثانية:

وضع 2 mol من (SO_3) في وعاء سعته 10 l وسُخّن الوعاء إلى درجة حرارة معينة. وُجِدَ عندها 10% من SO_3 قد تفكك حسب المعادلة: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. احسب ثابت التوازن K_c لهذا التفاعل.

$$[\text{SO}_3]_{\text{الابتدائي}} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

الحل:

	2SO_3	\rightleftharpoons	2SO_2	+	O_2
التركيز الابتدائية	0.2		0		0
التغير في التركيز نتيجة التفاعل	-2x		+2x		+x
التركيز عند التوازن	$0.2 - 2x$		$2x$		x

$$2x = \frac{0.2 \times 10}{100} = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$x = 0.01 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{SO}_3]_{\text{توازن}} = 0.2 - 0.02 = 0.18 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{SO}_2]_{\text{توازن}} = 2x = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

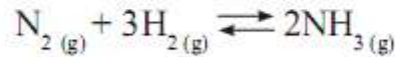
$$[\text{O}_2]_{\text{توازن}} = x = 0.01 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2} = \frac{(0.02)^2(0.01)}{(0.18)^2}$$

$$K_c = 1.23 \times 10^{-4}$$

المسألة الثالثة:

عند بلوغ التوازن في التفاعل الآتي (في الدرجة 700 كلفن):



كان عدد مولات كلٍ من النيتروجين والهيدروجين والنشادر يساوي $(27) \text{ mol}$ ، $(2.5) \text{ mol}$ ، $(0.5) \text{ mol}$ على الترتيب، فإذا كان حجم وعاء التفاعل 1 (10)، احسب قيمة كل من K_p و K_c .

$$R = 0.082 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ k}^{-1}$$

الحل:

$$\text{توازن } [NH_3] = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{توازن } [N_2] = \frac{27}{10} = 2.7 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{توازن } [H_2] = \frac{2.5}{10} = 0.25 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(0.05)^2}{(2.7)(0.25)^3} = 0.059$$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{N_2} = \frac{27 \times 0.082 \times 700}{10} = 154.98 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = \frac{2.5 \times 0.082 \times 700}{10} = 14.35 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = \frac{0.5 \times 0.082 \times 700}{10} = 2.87 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P^2(NH_3)}{P(N_2).P^3(H_2)} = \frac{(2.87)^2}{(154.98)(14.35)^3} \approx 1.8 \times 10^{-5}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

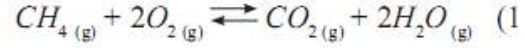
أو:

$$= 0.059 (0.082 \times 700)^{-2} = \frac{0.059}{(57.4)^2}$$

$$\approx 1.8 \times 10^{-5}$$

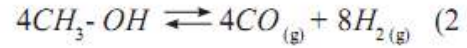
حل مسائل الوحدة الرابعة

أولاً: اكتب قانون ثابت التوازن (K_c) و (K_p) لكل من التفاعلات الآتية:



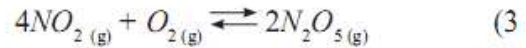
الجواب:

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2O]^2}{[CH_4][O_2]^2} \quad K_p = \frac{P(CO_2) \times P^2(H_2O)}{P(CH_4) \times P^2(O_2)}$$



الجواب:

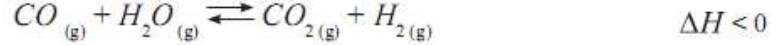
$$K_c = \frac{[CO]^4[H_2]^8}{[CH_3-OH]^4} \quad K_p = \frac{P^4(CO) \times P^8(H_2)}{P^4(CH_3-OH)}$$



الجواب:

$$K_c = \frac{[N_2O_5]^2}{[NO_2]^4[O_2]} \quad K_p = \frac{P^2(N_2O_5)}{P^4(NO_2) \times P(O_2)}$$

ثانياً: عندما يُمزج بخار الماء مع أول أكسيد الكربون في الدرجة ($120^\circ C$) يحصل التوازن:



أجب بكلمة (صح) أو (غلط) لكل من العبارات الآتية:

- أ. عند زيادة درجة الحرارة فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه العكسي. (صح)
- ب. عند زيادة كمية (CO) فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه المباشر. (صح)
- ج. إذا ازداد الضغط فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه المباشر. (غلط)
- د. إذا أضيف الهيدروجين فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه العكسي. (صح)
- هـ. إذا امتص (CO_2) بوساطة محلول قلوي فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه العكسي. (غلط)
- و. إذا أضيف (حفاز) إلى الجملة فإن التفاعل ينزاح في الاتجاه العكسي. (غلط)

ثالثاً: في التفاعل الآتي:



بين أثر:

- أ. زيادة درجة الحرارة فقط. د. سحب (PCl_3) باستمرار.
- ب. إضافة كمية من (Cl_2) فقط. هـ. إضافة مادة مساعدة (حفاز).
- ج. زيادة الضغط فقط.
- على: حالة التوازن - قيمة ثابت التوازن.

الجواب:

العوامل المؤثرة	حالة التوازن	قيمة ثابت التوازن
زيادة درجة الحرارة فقط.	ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر (1) الماص للحرارة.	تزداد قيمته
إضافة كمية من (Cl_2) فقط.	ينزاح في الاتجاه العكسي (2).	لا تتأثر
زيادة الضغط فقط.	ينزاح في الاتجاه العكسي باتجاه عدد المولات الأقل.	لا تتأثر
سحب (PCl_3) باستمرار.	ينزاح في الاتجاه المباشر.	لا تتأثر
إضافة مادة مساعدة (حفاز).	لا تتأثر (لكن يقل زمن الوصول إليها).	لا تتأثر

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

وضع mol (4) من (PCl_5) في وعاء سعته l (2) وسُخِّن إلى درجة حرارة معينة، وعند التوازنبقي في الوعاء mol (3.6) من (PCl_5) ، المطلوب:احسب ثابت التوازن K_c للتفاعل المتوازن الآتي:

الحل:

التركيز الابتدائي:

$$[PCl_5] = 2 \text{ mol.l}^{-1}$$

التركيز عند التوازن:

$$2 - x = 1.8 \Rightarrow x = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[PCl_5] = 1.8 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[Cl_2] = [PCl_3] = 0.2 \text{ mol.l}^{-1}$$

	PCl_5	\rightleftharpoons	PCl_3	+	Cl_2
التركيز الابتدائية ($mol.l^{-1}$)	2		0		0
	-x		x		x
التركيز عند التوازن	2 - x		x		x
التركيز عند التوازن	1.8		0.2		0.2

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(0.2)(0.2)}{1.8} = \frac{1}{45} = 0.022$$

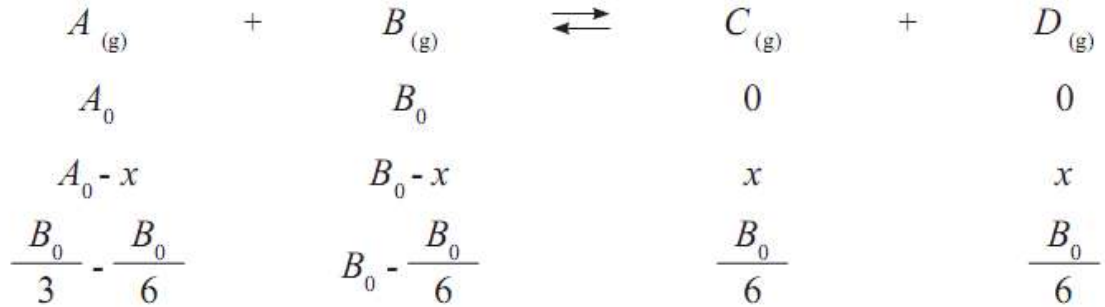
المسألة الثانية:

يحدث التفاعل الآتي في درجة حرارة معينة:



إذا علمت أن نسبة التركيزين الابتدائيين $\frac{[A]_0}{[B]_0} = \frac{1}{3}$ وعند التوازن كان: $[C]_{(g)} = \frac{1}{6} [B]_0$.
 (أ) احسب ثابت التوازن K_c .

الحل:



$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{\left(\frac{B_0}{6}\right)^2}{\left(\frac{B_0}{3} - \frac{B_0}{6}\right)\left(B_0 - \frac{B_0}{6}\right)} = 0.2$$

(ب) احسب النسبة المئوية المتفاعلة من المادة (A).

الحل:

$$\frac{100 \times \frac{B_0}{6}}{\frac{B_0}{3}} = 50 \%$$

المسألة الثالثة:

عند بلوغ التوازن في التفاعل الآتي:



كانت التراكيز:

$$[NH_3] = 4 \text{ mol.l}^{-1}, [H_2] = 9 \text{ mol.l}^{-1}, [N_2] = 3 \text{ mol.l}^{-1}$$

(1) احسب التراكيز الابتدائية لكل من النتروجين والهيدروجين.

الحل:

	N_2	+	$3H_2$	\rightleftharpoons	$2NH_3$
التركيز الابتدائية	C_1		C_2		0
	$-x$		$-3x$		$2x$
التركيز عند التوازن	$C_1 - x$		$C_2 - 3x$		$2x$
التركيز عند التوازن	3		9		4

$$C_1 - x = 3 \quad , \quad C_2 - 3x = 9 \quad , \quad 2x = 4 \Rightarrow x = 2$$

$$C_1 = [N_2] = 5 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C_2 = [H_2] = 15 \text{ mol.l}^{-1}$$

(2) احسب ثابت توازن هذا التفاعل K_c .

الحل:

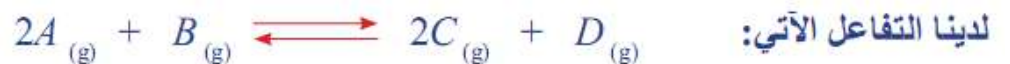
$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{(4)^2}{(3)(9)^3} = \frac{16}{2187} = 7.3 \times 10^{-3}$$

(3) اقترح أربع طرائق تؤدي إلى زيادة كمية النشادر الناتجة.

الحل:

- زيادة $[N_2]$.
- زيادة $[H_2]$.
- سحب NH_3 من وعاء التفاعل.
- زيادة الضغط.

المسألة الرابعة:



لدينا التفاعل الآتي:

باعتبار التركيزات الابتدائية للمواد:

$$[A] = 1.5 \text{ mol.l}^{-1} \quad [B] = 2 \text{ mol.l}^{-1} \quad [C] = [D] = 0$$

وقد بلغ تركيز $[C]$ عند التوازن 0.6 mol.l^{-1} . احسب ثابت التوازن K_c .

الحل:

	$2A$	+	B	\rightleftharpoons	$2C$	+	D
التراكيز الابتدائية	1.5		2		0		0
	$- 2x$		$- x$		$2x$		x
التراكيز عند التوازن	$1.5 - 2x$		$2 - x$		$2x$		x
	0.9		1.7		0.6		0.3

$$K_c = \frac{[C]^2 [D]}{[A]^2 [B]} = \frac{(0.6)^2 (0.3)}{(0.9)^2 (1.7)} = 0.078$$

المسألة الخامسة:

مزج 2 mol من (SO_2) مع 2 mol من (NO_2) في وعاء حجمه 4 l وسخن إلى درجة الحرارة ($250^\circ C$). احسب تراكيز الغازات عند التوازن في التفاعل الآتي:



علماً أن: $K_c = 0.25$

الحل:

التراكيز الابتدائية:

$$[SO_2] = [NO_2] = \frac{2}{4} = 0.5 \text{ mol.l}^{-1}$$

	SO_2	+	NO_2	\rightleftharpoons	SO_3	+	NO
التراكيز الابتدائية (mol.l^{-1})	0.5		0.5		0		0
	$- x$		$- x$		x		x
التراكيز عند التوازن	$0.5 - x$		$0.5 - x$		x		x

$$K_c = \frac{[SO_3][NO]}{[SO_2][NO_2]}$$

$$\frac{1}{4} = \frac{(x)^2}{(0.5 - x)^2}$$

بجذر الطرفين:

$$\frac{1}{2} = \frac{(x)}{(0.5 - x)}$$

$$x = \frac{1}{6} \text{ mol.l}^{-1}$$

التراكيز عند التوازن:

$$[SO_3] = [NO] = \frac{1}{6} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[SO_2] = [NO_2] = \frac{1}{2} - \frac{1}{6} = \frac{2}{6} = \frac{1}{3} \text{ mol.l}^{-1}$$



مع تمنياتي بالتوفيق

المدرس : عبد الرحمن سلامة

سوريا _ الرقة _ as_is_1983@hotmail.com

0947016056

مدرسة سوريا الإلكترونية / <http://eschoolsy.com/>

